



ASIGNATURA: QUÍMICA

DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA

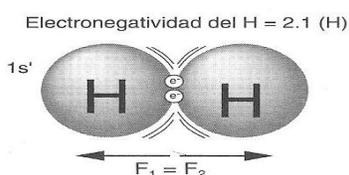
ACTIVIDAD: SEMANA DEL 27 AL 31 DE JULIO DE 2020

## LOS ENLACES QUÍMICOS.

Se denomina enlace químico a la fuerza de atracción que se establece entre los átomos en una molécula determinada.

Los valores de la electronegatividad de los átomos son útiles para predecir el tipo de enlace que se puede formar. Los más comunes son el enlace iónico y el enlace covalente. Sin olvidar que en la mayoría de los casos, las propiedades químicas de los elementos dependen de los electrones de valencia y de su estructura electrónica.

Entre átomos iguales en los cuales la diferencia de electronegatividad es cero, se forma un enlace covalente puro o no polar, tal como ocurriría entre dos átomos de hidrogeno o dos átomos de oxígeno.

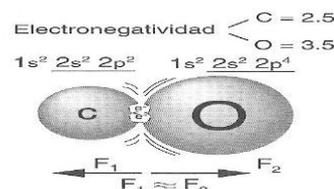


En este caso, los electrones comprometidos en el enlace están igualmente compartidos por los dos átomos.

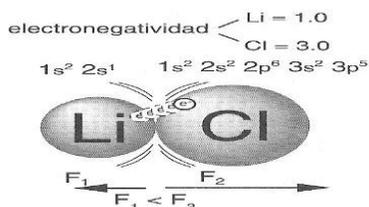
La electronegatividad del hidrogeno es de 2.1 y haciendo la diferencia de electronegatividades obtenemos que  $2.1 - 2.1 = 0$  lo cual nos indica que corresponde a un enlace no polar.

Este mismo hecho acontece con moléculas biatómicas como  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $F_2$ ,  $N_2$ .

Cuando átomos diferentes, en los cuales la diferencia de electronegatividad resultante es diferente de cero, el enlace puede ser de dos tipos; covalente polar si dicha diferencia de electronegatividades esta entre 0 y 1,7. O formar un enlace iónico, cuando la diferencia de electronegatividades oscila entre 1.8 y 3.3.



Para el caso del monóxido de carbono, la diferencia de electronegatividad es  $3.5 - 2.5 = 1.0$  sigue siendo covalente polar.



Mientras que si observamos la electronegatividad presente en el cloruro de Litio  $LiCl$ .

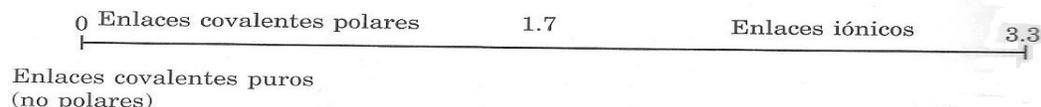
El cloro tiene una electronegatividad de 3.0 y el litio de 1.0 la diferencia de electronegatividades es  $3.0 - 1.0 = 2.0$  valor que nos indica que corresponde a un enlace iónico.

Esto nos permite deducir que entre los enlaces covalentes polares puros y los enlaces iónicos, existe una gran variedad de enlaces. Así, los enlaces covalente y los iónicos son casos extremos de valores de electronegatividad.

Tomando como base los valores de electronegatividad de Pauling y analizando sus valores extremos, se observa:

	<p style="text-align: center;">SECRETARIA DE EDUCACIÓN  <b>COLEGIO SAN JOSÉ DE CASTILLA INSTITUCIÓN EDUCATIVA DISTRITAL</b>          Resolución de integración No. 2434 del 20 de agosto de 2002 CÓDIGO DANE          51100100429 RESOLUCIÓN DE RECONOCIMIENTO OFICIAL #7440 de la          13/11/1998 válida hasta nueva determinación Para los grados de educación Básica          Secundaria (6°. A 9°. ) y Media (10°. Y 11°.)</p>	
<p>ASIGNATURA: QUÍMICA</p>		<p>DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA          ACTIVIDAD: SEMANA DEL 27 AL 31 DE JULIO DE 2020</p>

El valor más alto de electronegatividad, que es 4 lo presenta el flúor y el valor más bajo de electronegatividad es 0.7 que corresponde al Francio. La diferencia de electronegatividad es  $4.0 - 0.7 = 3.3$ . Ya habíamos establecido que la mínima es cero, cuando se unen dos átomos de igual electronegatividad.



Como regla general se tiene, que cuando la diferencia de electronegatividad entre dos elementos es mayor que 1.7 el enlace presenta alto carácter iónico. Se considera que cuando un metal de los grupos 1A y IIA reacciona con un no metal del grupo VIIA, este último elemento toma prácticamente los dos electrones y se forma un enlace iónico.

Elemento más electronegativo																			
H																			
2.1																			
Li	Be														B	C	N	O	F
1.0	1.5														2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg														Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2														1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br			
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8			
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	1.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5			
Cs	Ba	La-	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At			
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2			
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np-Lw													
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.3													
Elemento menos electronegativo																			

Tabla 5.1 Valores de electronegatividad de Pauling.

Un enlace químico es el resultado de la fuerza de atracción que mantiene unidos los átomos para formar moléculas. Los electrones que intervienen en el enlace son los que están ubicados en el último nivel de energía, el nivel de valencia; estos electrones pueden pasar de un átomo a otro para completar el número de electrones del último nivel y así estabilizar electrónicamente el átomo.

Los átomos pueden utilizar dos mecanismos para formar enlaces químicos, dependiendo del número de electrones de valencia que poseen. Estos mecanismos son en primer lugar, de transferencia de electrones que se presenta cuando un átomo transfiere sus electrones a otro átomo permitiéndole que complete ocho en su último nivel de energía y, en segundo lugar, compartimiento de electrones que se presenta cuando dos átomos comparten uno o más electrones de valencia y así ambos completar ocho electrones de valencia.

### Actividad 1.

Con base en la lectura del texto anterior, responda las siguientes preguntas:

	<p style="text-align: center;">SECRETARÍA DE EDUCACIÓN</p> <p><b>COLEGIO SAN JOSÉ DE CASTILLA INSTITUCIÓN EDUCATIVA DISTRITAL</b>  Resolución de integración No. 2434 del 20 de agosto de 2002 CÓDIGO DANE  51100100429 RESOLUCIÓN DE RECONOCIMIENTO OFICIAL #7440 de la  13/11/1998 válida hasta nueva determinación Para los grados de educación Básica  Secundaria (6°. A 9°. ) y Media (10°. Y 11°.)</p>	
<b>ASIGNATURA: QUÍMICA</b>		<b>DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA</b> <b>ACTIVIDAD: SEMANA DEL 27 AL 31 DE JULIO DE 2020</b>

- a) ¿Qué tipos de mecanismo existen para formar enlaces químicos?
- b) ¿Cuáles son los electrones que participan en un enlace químico?
- c) ¿Dónde se ubican los electrones que aparecen en un enlace químico?

### Actividad 2:

1. Ordene de menor a mayor, los siguientes átomos de acuerdo con el valor de sus electronegatividades: Fe, H, Cl, P, Ca, K, O, N, Na, Cu, S (véase la tabla de Pauling)
2. Haciendo uso de los valores de electronegatividad de Pauling:
  - a) ordene los siguientes enlaces en forma creciente de polaridad: Na-Cl, As-F, N-N O-F, N-H, H-H.
  - b) Determine cuáles de estos enlaces son iónicos y cuales covalentes no polares.
  - c) Calcule la diferencia de electronegatividad en cada uno de los siguientes enlaces, y ordénelos de mayor a menor. Na-S, H-F, O-Cl, C-N, O-Ag, K-S.
  - d) Determine el tipo de enlace para cada uno.  
Na-S, H-F, O-Cl, C-N, O-Ag, K-S.

### Tipos de enlaces

Lectura 2: Enlace iónico.

Cuando un átomo cede un electrón, el número de protones será mayor que el número de electrones y se generará una carga positiva (+) en el átomo, pero si gana un electrón el número de protones será menor que el número de electrones y se generará una carga negativa (-); en ambos casos se habrán formado iones.

La carga del ion dependerá del número de iones cedidos o ganados; si un átomo gana dos electrones tendrá dos cargas negativas; si pierde dos electrones tendrá dos cargas positivas. Estos iones tienen cargas eléctricamente contrarias por lo cual pueden atraerse mutuamente y formar un enlace iónico, dando lugar a un compuesto iónico.

El enlace químico iónico se forma por transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Por lo general, la unión de un elemento metálico con un no metal es de tipo iónico.



ASIGNATURA: QUÍMICA

DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA

ACTIVIDAD: SEMANA DEL 27 AL 31 DE JULIO DE 2020

Figura 1: Enlace iónico del NaCl

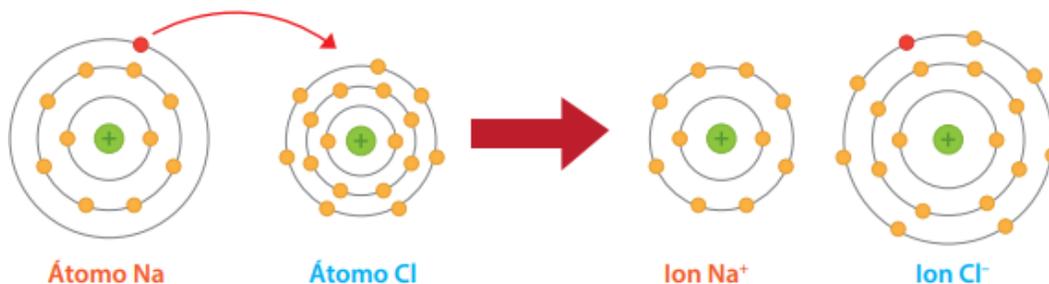


Imagen tomada de: <http://lasmaravillasdelagua564.blogspot.com.co/2011/02/estructura-molecular-del-agua-enlaces.html>

### Actividad 3.

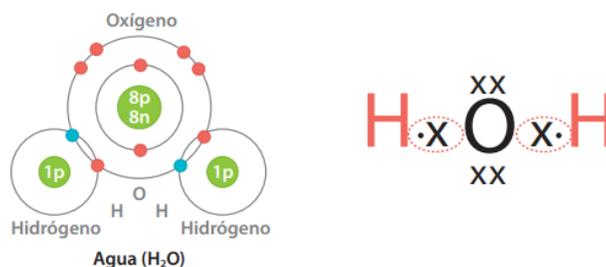
Con base en la Figura 1, responda las siguientes preguntas.

- ¿Qué átomo cede el electrón?
- ¿Qué átomo gana el electrón?
- Escriba la configuración electrónica del ión sodio y del ión cloro.
- Explique la formación del enlace de AlCl<sub>3</sub> en forma de estructura de Lewis.

### Lectura 3. Enlace covalente.

No todos los átomos ceden o ganan electrones cuando forman enlaces. Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más de dos pares de electrones para completar cada uno ocho electrones en su último nivel. En este enlace, no hay formación de iones y se presenta principalmente entre los no metales. Los electrones compartidos en un enlace covalente pertenecen a ambos átomos. Cada par de electrones compartidos se representa por una línea que une los dos símbolos de átomos. Ejemplo: la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (no metales).

Figura 2: Diagrama de Bóhr y estructura del enlace en la molécula de agua.



### Actividad 4.

	<p style="text-align: center;">SECRETARÍA DE EDUCACIÓN</p> <p style="text-align: center;"><b>COLEGIO SAN JOSÉ DE CASTILLA INSTITUCIÓN EDUCATIVA DISTRITAL</b>  Resolución de integración No. 2434 del 20 de agosto de 2002 CÓDIGO DANE  51100100429 RESOLUCIÓN DE RECONOCIMIENTO OFICIAL #7440 de la  13/11/1998 válida hasta nueva determinación Para los grados de educación Básica  Secundaria (6°. A 9°. ) y Media (10°. Y 11°. )</p>	
ASIGNATURA: QUÍMICA		DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA ACTIVIDAD: SEMANA DEL 27 AL 31 DE JULIO DE 2020

Con base en la lectura del texto anterior (3), responda en su portafolio las siguientes preguntas:

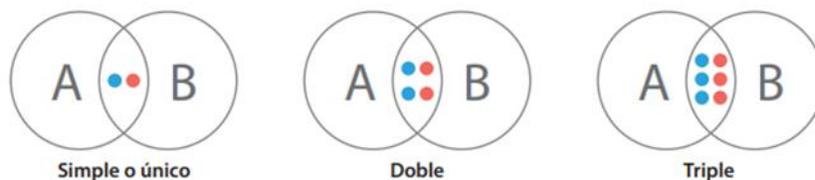
- ¿Cuántos electrones forman un enlace covalente?
- ¿Un enlace covalente se forma entre átomos de elementos metálicos o no metálicos?
- ¿Cuál es la configuración electrónica del hidrógeno y del cloro? ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno?
- Dibuje la estructura de Lewis del enlace covalente que hay en el ácido clorhídrico HCl.

#### Lectura 4. Clases de enlaces covalentes.

Dependiendo del número de enlaces compartidos, los enlaces covalentes pueden ser simples o sencillos, dobles o triples.

- Enlace covalente sencillo: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten un par de electrones; cada átomo aporta un electrón, como en el caso del HCl.
- Enlace covalente doble: es el que se forma cuando los átomos que se unen comparten dos pares de electrones; cada átomo aporta un par. Se representa con dos líneas cortas (=). Ejemplo: la molécula de oxígeno
- Enlace covalente triple: es el que se forma cuando se comparten tres pares de electrones; cada átomo aporta tres electrones. Su representación es de tres líneas ( $\equiv$ ). Ejemplo: la molécula del nitrógeno.

Figura 3. Enlace covalente



También los enlaces covalentes se diferencian en polar y apolar dependiendo de la electronegatividad de cada átomo. Enlace covalente apolar: cuando las moléculas están formadas por dos átomos iguales, estas no presentan diferencia en la electronegatividad, por lo cual son conocidas como moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad.

También se da el enlace apolar cuando la diferencia de electronegatividad es inferior a 0,5.

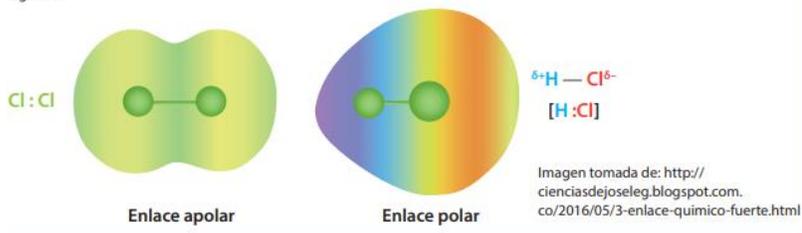


ASIGNATURA: QUÍMICA

DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA

ACTIVIDAD: SEMANA DEL 27 AL 31 DE JULIO DE 2020

Figura 4.



Enlace covalente polar: cuando los átomos se enlazan, tienen una electronegatividad diferente. En la molécula se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo positivo y uno negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad, será el polo negativo y la de menor electronegatividad, será la del polo positivo. La diferencia de electronegatividad entre los dos átomos de diferentes elementos del enlace polar debe ser entre 0,5 y 1,6 superior a este valor es un enlace iónico. En la figura se indican las cargas parciales (positiva y negativa) mas no se representa la carga de cada ion.

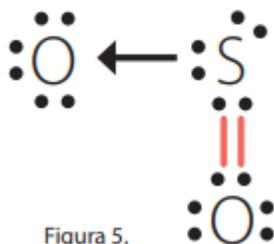
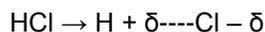


Figura 5.

Enlace covalente coordinado: este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina dador y el que lo recibe, receptor.

El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno. El SO<sub>2</sub> es una molécula en la cual se presenta un enlace covalente doble y dativo.

### Actividad 5a.

1. Indique qué tipo de molécula se presenta de acuerdo al tipo de enlace.

- a) H<sub>2</sub>                      b) Cl<sub>2</sub>                      c) O<sub>2</sub>                      d) N<sub>2</sub>                      e) F<sub>2</sub>

2. Señale el compuesto que solo posee enlace covalente.

- a) KCl                      b) BaCO<sub>3</sub>                      c) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>                      d) KNO<sub>2</sub>                      e) BaO  
f) CO<sub>2</sub>                      g) H<sub>2</sub>O                      h) HNO<sub>2</sub>                      i) HCl                      j) CO

3. Señale el compuesto que solo posee enlace covalente.

- a) KCl                      b) BaCO<sub>3</sub>                      c) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>                      d) KNO<sub>2</sub>                      e) BaO



ASIGNATURA: QUÍMICA

DOCENTE: STELLA VASQUEZ AVILA

ACTIVIDAD: SEMANA DEL 27 AL 31 DE JULIO DE 2020

Clasificación de los compuestos de acuerdo a sus enlaces.

Tabla 1: Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes.

Enlaces iónicos	Enlaces covalentes
<ul style="list-style-type: none"><li>■ Se da entre cationes y aniones.</li><li>■ Uno cede electrones y el otro recibe.</li><li>■ Son solubles en agua.</li><li>■ Son sólidos a temperatura ambiente.</li><li>■ Conducen la electricidad en disolución o fundidos.</li><li>■ En general, sus puntos de fusión son altos.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>■ Se da entre átomos y átomos.</li><li>■ Ambos comparten el par electrónico.</li><li>■ Este tipo de enlace se subdivide en :<ul style="list-style-type: none"><li>- Sencillo.</li><li>- Doble.</li><li>- Triple.</li></ul></li><li>■ Son gases y líquidos a temperatura ambiente.</li><li>■ Apolares no son solubles en agua, pero sí lo son en compuestos apolares.</li><li>■ Polares son solubles en compuestos polares.</li><li>■ No conducen la corriente eléctrica.</li><li>■ En general, tienen puntos de fusión bajos.</li></ul>

### Actividad 5b.

Con base en la Tabla 1, "Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes", responda para cada uno de los siguientes ejemplos, si se trata de un compuesto iónico o covalente y si es covalente, indique si es polar o apolar.

1 El compuesto es soluble en agua y conduce la electricidad. \_\_\_\_\_

2 El compuesto es insoluble en agua y no conduce la electricidad. . \_\_\_\_\_

3 El compuesto presenta bajo punto de fusión y es líquido. . \_\_\_\_\_

4 El compuesto es soluble en compuestos no polares. . \_\_\_\_\_

5 El compuesto se da por transferencia de electrones. . \_\_\_\_\_

6 El compuesto formado por la compartición de pares electrónicos. . \_\_\_\_\_

### Bibliografía.

Proyecto Saberes química 10. Editorial Santillana. 2016

Spín Química 10. Educación media. Editorial Voluntad S.A. 1997

Tomado y adaptado de: Cabrera B, Clavijo M, Samacá N. (1999). Guía de recursos Ciencias Naturales 7, Bogotá, Colombia: Santillana.

Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). Hipertexto Química 1. Bogotá, Colombia: Santillana.